base faible avec un acide fort $\begin{cases} V_A = \frac{1}{2} V_{AE} \\ pH = pKa(B) \end{cases}$

$V_A = 5mL = \frac{1}{2} V_{AE}$ donc pour (S_2) $pH = pKa\left(NH_4^+ / NH_3\right)$

Donc pour (S_3) $pH = pKa\left(CH_3NH_4^+ / CH_3NH_2\right)$

•**Pour** $V_A = 0$: $pH_{i_1} = \frac{1}{2}(pKe + pKa_2 + \log C)$

$$\Rightarrow pKa_2 = 2pH_2 - pKa - \log C$$

AN : $pKa_2 = 2x10,6 - 14 - \log 10^{-2} \Rightarrow pKa_2 = 9,2$

$$pH_{i_2} = \frac{1}{2}(pKe + pKa_3 + \log C)$$

$$\Rightarrow pKa_3 = 2pH_i - pKe - \log C$$

AN : $pKa_3 = 2x11,3 - 14 - \log 10^{-2} \Rightarrow pKa_3 = 10,6$

•**Pour** $V_A = 5mL \rightarrow \begin{cases} pH_2 = 9,2 \\ pH_3 = 10,6 \end{cases}$

3°) À l'équivalence $\begin{cases} pH_{1éq} = 7 \\ pH_{2éq} = 5,75 \\ pH_{3éq} = 6,4 \end{cases}$

Pour (S_1) la solution obtenue est neutre donc **NaOH** est base forte

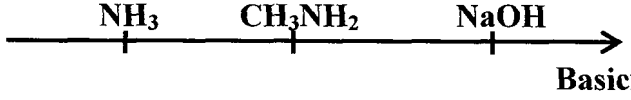
Pour (S_2) et (S_a) les solutions obtenues sont acides constituées par les acides conjuguées des bases NH_3 et CH_3NH_2 qui sont NH_4^+ et $CH_3NH_3^+$

Or ces solutions ont la même concentration $\left(C = \frac{C.V_B}{V_B + V_{HE}}\right)$, et pour des solutions acides de même concentration, la solution contenant l'acide le plus fort possède **pH** le plus faible

$pH_{2éq} < pH_{3éq} \Rightarrow NH_4^+$ acide plus fort que $CH_3NH_3^+$

L'acide les plus fort possède la base conjuguée la plus faible donc NH_3 plus faible que CH_3NH_2

On obtient la classification



4°) Les solutions ont le même **pH** après l'équivalence car le **pH** sera imposé par les ions hydronium H_3O^+ provenant de l'acide chlorhydrique.

5°)

$$m(NaCl) = n(NaCl).M = C_A.V_{Aéq}.M$$

$$m(NaCl) = 10^{-2}.10.10^{-3}.58,5 = 5,8510^{-3}g$$

$$m = 5,85mg$$